UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES ET TECHNIQUE
DEPARTEMENT DE CHIMIE

Université Abdelmalek Essaadi
Faculté des Sciences et Techniques
Tanger

GI-1&3

Module C111/2
Série n°1

Les solutions : pourcentage massique, molarité, normalité, molalité

1- Calculer le **pourcentage massique** d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 qui contient 49 g d'acide dans 196 g d'eau.

2- Calculer la **quantité de solution** d'**hydroxyde de potassium** KOH qui peut être obtenue à partir de 0,3 moles de soluté d'une solution **11,2 %** en **pourcentage massique**.

Données : Masse atomique molaire en g mol^{-1}: K = 39 ; O = 16 ; H = 1.

3- Un litre d'une solution aqueuse de chlorure de sodium contient 0,02 moles de soluté. Calculer la quantité de soluté contenu dans 50 mL de cette solution.

4- Dans une solution de $CuCl_2$ à 0,1 $mol.L^{-1}$, quelle est la concentration **effective** en ions Cu^{2+} ? en ions Cl^- ?

5- Quelle masse de $CuSO_4,5H_2O$ faut-il utiliser pour préparer 100 mL de solution de sulfate de cuivre de concentration molaire 0,1 mol/L?

Données : Masse atomique molaire en g mol^{-1}: Cu = 63,5 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1.

6- Quelle est la concentration en ions aluminium et en ions fluorure d'une solution de fluorure d'aluminium à $5{,}0.10^{-3}$ $mol.L^{-1}$? Justifier.

7- Le sérum physiologique est une solution de chlorure de sodium. Une préparation pour une perfusion contient 0,9% en masse de NaCl.

a- Déterminer la **concentration massique** de cette solution en prenant pour la masse volumique de la solution: $\rho = 1{,}0$ g/cm^3.

b- En déduire sa concentration molaire.

Données : Masse atomique molaire en g mol^{-1} : Na=23 ; Cl=35,5.

8-1- Adil veut préparer 500 ml d'une solution de sulfate de cuivre(II) de concentration molaire 75 $mmol.L^{-1}$ à partir de cristaux **anhydres** considérés comme purs.

a- Ecrire l'équation-bilan de mise en solution.

ETUSUP .com

b- Quelle est la concentration molaire effective des ions de cette solution ?

c- Quelle masse de ce solide faut-il dissoudre pour préparer cette solution ?

2- En réalité, Adil a préparé la solution en utilisant, par inadvertance, du nitrate de cuivre(II) trihydraté !

a- Ecrire la **formule statistique** de ce composé chimique.

b- Calculer sa masse molaire.

c- Quelle est en définitive la concentration molaire de la solution préparée par Adil ?

Données : $CuSO_4$; $Cu(NO_3)_2,3H_2O$.

Masse atomique molaire en g mol^{-1}: Cu = 63,5 ; S = 32 ; O = 16 ; N = 14 ; H = 1.

9- Calculer la **normalité** de l'acide phosphorique qui contient :

a- 98 g de soluté par 500 mL de solution.

b- 0,2 **équivalents-grammes** de soluté par 50 mL de solution.

c- 6 moles de soluté par 3000 cm^3 de solution.

Données : H_3PO_4 ; Masse atomique molaire en $g.mol^{-1}$: P = 31 ; O = 16; H = 1.

10- Calculer la **molalité** de l'**acide nitrique** HNO_3 qui est préparée en :

a- en dissolvant 12,6 g de soluté dans 50 mL d'eau.

b- à partir de 5 équivalents-grammes de soluté et 2,5 kg d'eau.

11- Une étiquette de flacon de solution commerciale d'acide chlorhydrique (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCI indique les informations suivantes :

Chlorure d'hydrogène : HCl Masse molaire = 36,5 $g.mol^{-1}$ **Pourcentage massique en chlorure** d'hydrogène : 35,3 % ; **densité** : 1,18

a- Calculer la masse de chlorure d'hydrogène contenue dans ce litre de solution commerciale d'acide chlorhydrique.

b- En déduire la concentration molaire de la solution commerciale.

c- Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux, mesuré clans les conditions normales de température et de pression est nécessaire pour constituer 1,00 L de cette solution commerciale ?

Données : Volume molaire d'un gaz parfait : V_m = 22,4 $L.mol^{-1}$.

ETUSUP .com

+Université Abdelmalek Essaadi
Faculté des Sciences et Techniques
Tanger

GI-1&3

Module C111/2
Corrigé de la série 1

1- Définition du pourcentage massique :

Le pourcentage massique d'un constituant i est la proportion de ce constituant dans le mélange ; soit : $\%w/w = \frac{m_i}{m_{totale}} \times 100$

où m_i et m_{totale} désignent respectivement la **masse du constituant i** et la **masse totale** du **mélange** (masse de la solution).

Dans notre cas, on a $\%w/w = \frac{49}{49+196} \times 100 = 20\,\%$

2- Dans 0,3 moles de soluté, la masse de KOH est : 0,3 x $M_{KOH.}$

M_{KOH} étant la masse molaire de KOH vaut : 56 g/mol. On a 0,3 x 56 = 16,8g de soluté KOH.

Le pourcentage massique est égal à 0,112 : $\%w/w = 0{,}112 = \frac{16{,}8}{m_{solution}}$

$\Rightarrow m_{solution} = \frac{16{,}8}{0{,}112} = 150$ g.

3- On a 0,02 moles de soluté dans 1000mL, dans 50 mL on aura $\frac{50 \times 0{,}02}{1000} = 0{,}001$ moles.

4- La concentration **effective des ions Cu^{2+}** est : $[Cu^{2+}] = \frac{n_{Cu^{2+}}}{V_{solution}}$ **; même chose pour Cl^-**.

Dans 1 mole de $CuCl_2$, on a **1** mole de Cu^{2+} et **2** moles de Cl^-.

Si 0,1 M est la concentration de $CuCl_2$, on a $[Cl^-] = 2[Cu^{2+}] = 2\times0{,}1 = 0{,}2$ mol.L^{-1}.

5- On a $C = \frac{n}{V_{solution}} = \frac{m}{M \times V_{solution}} \quad \Rightarrow m = C \times M \times V_{solution}$

M est la masse molaire du sulfate de cuivre penta hydraté vaut 249,5 g.mol^{-1}.

On a m = $0{,}1\times249{,}5\times100\times10^{-3}$ = 2,49 g.

ETUSUP .com

6- L'équation-bilan de la dissolution du fluorure d'aluminium est :

$AlF_{3(s)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3F^{-}_{(aq)}$

Avec **c** la concentration en soluté, on a donc $[Al^{3+}] = c$ et $[F^{-}] = 3c$.

Application numérique : $[Al^{3+}] = 5{,}0.10^{-3}$ M et $[F^{-}] = 1{,}5.10^{-2}$ M.

7-a- La masse de NaCl dans un litre est $\frac{0{,}9\times1000}{100} = 9$ g.

La concentration massique ou titre pondérale est 9 $g.L^{-1}$.

b- La concentration molaire est $\frac{\textit{Concentration}\ \text{massique}}{\text{Masse molaire}} = \frac{9}{23+35{,}5} = 0{,}154$ M.

8-1-a- L'équation bilan de mise en solution à partir des cristaux de sulfate de cuivre anhydre est :

$CuSO_4 = 1\ Cu^{2+} + 1\ SO_4^{2-}$

La concentration est $75\times10^{-3} = 0{,}075$ $mol.L^{-1}$.

b- La concentration molaire effective des ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} en solution est :

Dans une mole de $CuSO_4$, on a **1 mole** de Cu^{2+} et **1 mole** de SO_4^{2-}.

Donc $[Cu^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 0.075$ M.

Dissociation totale de l'électrolyte

c- Calcul de la masse de $CuSO_4$ nécessaire pour préparer 500 mL de concentration 0,075 M.

On a : $C = \frac{n}{V_{solution}} = \frac{m}{M_{CuSO_4}\times V_{solution}} = 0{,}075\ mol.L^{-1}$

$m = 0{,}075\times159{,}5\times500\times0{,}001 = 5{,}98$ g.

8-2-a- La formule statistique du nitrate de cuivre(II) tri-hydraté est : $\mathbf{Cu(NO_3)_2{,}3H_2O}$.

b- Calcul de la masse molaire de $Cu(NO_3)_2{,}3H_2O$:

$M = 63{,}5 + 14\times2+16\times6+3\times18=241{,}5\ .mol^{-1}$.

c- $C = \frac{5{,}98}{241{,}5\times500\times0{,}001} = 0{,}0495$ M.

9- Définition de la normalité : La normalité (ou concentration normale) d'une solution est le nombre d'équivalents-grammes de soluté contenu dans un litre de solution.

L'unité de normalité est l'**équivalent-gramme par litre**, représentée par le symbole **N** :

$1\ N = 1\ eq \cdot L^{-1}$.

a- L'acide phosphorique est un triacide, il libère 3 équivalents-grammes.

La molarité de H_3PO_4 est $C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_{H_3PO_4} \times V} = \frac{98}{98 \times 500 \times 10^{-3}} = \frac{1}{0,5} = 2\ mol.L^{-1}$.

M_{H3PO4} est la masse molaire de H_3PO_4 égale à 98 g/mol.

La relation qui lie la **molarité et la normalité** est : $C = \frac{N}{p}$

Où p est le nombre d'équivalent mis en jeu.

Dans ce cas précis, on a p = 3 et N = 2 x 3 = 6 N.

b- L'équivalent gramme correspond à la normalité. 0,2 équivalent-gramme dans 0,05 L soit :

$$\frac{0,2}{50 \times 10^{-3}} = 4\ mol\ eq.L^{-1} = 4\ N.$$

c- $C = \frac{6}{3000 \times 10^{-3}} = \frac{6}{3} = 2\ M.$

N = 2 x 3 = 6 N.

10- La molalié (ou concentration molale) $\mathbf{C_m}$ d'une solution, dont l'unité est représentée par le symbole ***m***, est le nombre de moles de soluté par **kilogramme** de solvant : $C_m = \frac{n}{m_{solvant}}$ [$mol.kg^{-1}$]. La molalité (m) ne peut être calculée à partir de la molarité (M) ou de la normalité (N) à moins de connaître la **densité de la solution**.

a. Dans **ce cas précis** le solvant est **l'eau**. La densité de l'eau est égale à 1, par conséquent on a : $1dm^3$ = 1litre = 1 kg.

La **molarité** de HNO_3 est : $C = \frac{12,6}{63 \times 50 \times 10^{-3}} = 4\ M.$

La molalité $C_m = 4\ mol.kg^{-1}$.

b. 5 équivalents-grammes correspondent à 5 **moles du soluté HNO_3**.

La molalité est : $C_m = \frac{n}{m_{solvant}} = \frac{5}{2,5} = 2\ mol.kg^{-1}$.

11-a- Masse de HCl

Densité d = 1,18 signifie que 1 L de solution pèse $1{,}18.10^3$ g.

Pourcentage massique : 35,3% signifie que sur 100 g de solution il y a 35,3 g de HCl.

Donc sur $1{,}18.10^3$ g de solution il y a (m) g de HCl ;

Il vient : $m = \frac{1{,}18.10^3 \times 35{,}3}{100} = 4{,}17.10^2\, g$.

b- Concentration molaire

On a $C = \frac{n}{V}$ or $n = \frac{m}{M}$ donc $C = \frac{m}{M \times V}$

Application numérique :

$$C = \frac{4{,}17.10^2}{36{,}5 \times 1} = 11{,}4\, mol.L^{-1}.$$

c- Volume de $HCl_{(g)}$

L'équation de dissolution est : $HCl_g = H^+_{aq} + Cl^-_{aq}$

Il faut n_{HCl} gazeux pour former $n_{H^+} = n_{Cl^-}$ de solution d'acide chlorhydrique.

Donc $n_{HCl} = n_{H^+} = n_{Cl^-} = C \times V = 11{,}4 \times 1 = 11{,}4$ mol.

D'après le volume molaire : $V_m = \frac{V_{HCl}}{n_{HCl}} \quad \Rightarrow \quad V_{HCl} = V_m \times n_{HCl} = 22{,}4 \times 11{,}4 = 255{,}36\, L.$

ETUSUP.com

Programmation
Cours
Informatique
Optique
Chimie
Algébre
Corrigés
Mathématiques
Travaux Pratiques
Electricité
Physique
Résumés
Analyse
Diapo
Exercices
Livres
Contrôles Continus
Langues
MTU
Mécanique
Thermodynamique
Divers
Multimedia
Economie
Travaux Dirigés
Droit
Chimie Organique

et encore plus..